

1. Expliquen qué es un gas ideal.
2. Indiquen las variables que determinan el estado de un gas, sus unidades y las equivalencias más frecuentes.
3. Resuman las ideas de la teoría cinética de los gases ideales y las leyes que rigen su comportamiento.
4. Enuncien la hipótesis de Avogadro.
5. Indiquen cuáles son las condiciones normales de presión y de temperatura (CNPT).

6. Definan los siguientes conceptos: volumen molar normal, presión parcial de un gas, presión total, fracción molar.
7. Indiquen las expresiones con las que pueden calcularse las presiones parciales y la presión total.
8. Expliquen por qué no se puede utilizar la expresión $P \cdot M = \rho \cdot R \cdot T$ para determinar la densidad de una mezcla de gases.

Ejercicios

*A continuación, les presentamos dos bloques de ejercicios que les posibilitarán vincular y aplicar diferentes conceptos. Los ejercicios correspondientes al **bloque 1** proponen un recorrido teórico completo de la presente unidad y serán discutidos en el ámbito de las tutorías y los del **bloque 2**, los proponemos con la intención de que dispongan de una amplia variedad de ejercicios con distinto grado de dificultad para favorecer la comprensión de los temas. Para resolverlos, es importante identificar los contenidos involucrados en cada uno, interpretar el significado de los datos y consignas e integrar los cálculos, las fórmulas químicas, las ecuaciones químicas y matemáticas junto con el lenguaje coloquial.*

Esperamos que no solo lleguen a los resultados, sino que desplieguen y desarrollen sus propias estrategias de aprendizaje.

Bloque 1

1. Un recipiente de tapa móvil contiene 1,00 dm³ de oxígeno gaseoso, a 1520 mm Hg y a 30,0 °C. Calculen la presión que ejercerá esa cantidad de oxígeno si el volumen se reduce hasta 200 cm³ y la temperatura a – 20,0 °C.
2. Indiquen cuál es el volumen que ocuparán 2,40 moles de una sustancia en estado gaseoso a 127 °C y a presión normal.
3. En determinadas condiciones de presión y de temperatura, una cierta masa de gas, ocupa un volumen de 10,0 dm³. Si se duplica la temperatura y se triplica la presión, calculen el volumen, expresado en dm³, que ocupará esa masa de gas.
4. Calculen el volumen molar de un gas ideal, a 27,0 °C y a una presión de 2,00 atmósferas.

5. Un recipiente cerrado con tapa móvil contiene un gas que se encuentra a 30,0 °C y a una determinada presión.
- Calculen cuál es la variación de temperatura, expresada en °C y en K, que experimenta dicho gas si se duplica el volumen y la presión disminuye 3 veces.
 - Indiquen:
 - si para resolver el ejercicio, es necesario conocer los valores iniciales del volumen y de la presión;
 - si la temperatura aumenta o disminuye.
6. Determinen la masa de metano (CH₄), gaseoso, contenida en un recipiente rígido de 6,00 dm³ de capacidad, que ejerce una presión de 800 mm de Hg a 27,0 °C.
7. Determinen cuál es el volumen que ocupa, a 20,0 °C y a 1,50 atm, cada uno de los siguientes sistemas:
- 2,00 mol de CH₄ (g)
 - 88,0 g de CO₂ (g)
 - 1,204·10²⁴ moléculas de Ozono (O₃) (g)
 - 90,0 g de C₂H₆ (g)
8. Se dispone de un cilindro de 100 L que contiene N₂ (g), a una presión de 5,00 atm y a una temperatura de 22,0 °C. Calculen:
- la masa de nitrógeno en el recipiente;
 - el volumen que ocuparía esa cantidad de gas si a temperatura constante, la presión se reduce 5 veces.
9. Calculen la densidad de los siguientes gases:
- helio en CNPT;
 - metano (CH₄) a 27,0 °C y a 0,100 atm;
 - una sustancia cuya masa molar es de 32,0 g/mol, a 2,00 atm de presión y a 273 K.

10. La densidad de una sustancia en estado gaseoso, a 273 °C y a 101,3 hPa es de 0,0670 g/dm³. Calculen el número de moléculas presentes en un recipiente que contiene 100,0 g de la misma.
11. En determinadas condiciones de presión y de temperatura, un gas desconocido (X) se encuentra en un recipiente de 1,75 dm³. En las mismas condiciones de P y de T, 28,0 g de oxígeno gaseoso ocupan un volumen de 850 cm³. Determinen el número de moléculas de gas X contenido en el recipiente.
12. En un recipiente rígido se colocan 2,50 mol de O₂ (g) y 3,50 mol de N₂ (g) que ejercen una presión de 1,50 atm a 25,0 °C. Calculen:
- la fracción molar del O₂ (g);
 - la presión parcial del N₂ (g);
 - el volumen del recipiente.
13. Una mezcla gaseosa formada por 1,25 mol de Cl₂ y 0,750 mol de N₂ se encuentra en un recipiente rígido. La presión ejercida por la mezcla a 23,0 °C es de 1100 hPa. Calculen:
- la presión parcial de cada gas;
 - la densidad de la mezcla en dichas condiciones;
 - la cantidad de Cl₂ (g), expresada en moles, que deberían agregarse al recipiente, si se desea duplicar la presión, manteniendo constante la temperatura.
14. A un recipiente rígido que contiene 4,20 mol de O₂ (g) en CNPT, se le agrega cierta cantidad de O₃. La presión que ejerce la mezcla es de 2,00 atm y la temperatura final de 400 K. Determinen:
- el gas que aporta mayor número de moles en la mezcla;
 - la fracción molar del O₃;
 - el número de átomos de oxígeno en el recipiente.
15. Un recipiente de 825 mL contiene una mezcla gaseosa formada por H₂S y HCl, a 17,0 °C. Se sabe que la fracción molar del H₂S es 0,475 y que la presión que ejerce la mezcla es de 0,963 atm. Calculen:
- la presión parcial de cada gas;
 - la masa de cada gas;
 - el número total de átomos de hidrógeno.

16. Un recipiente rígido contiene, a 50,0 °C, una mezcla gaseosa formada por cantidades iguales de etano (C_2H_6) y propano (C_3H_8). Calculen la presión parcial del etano, si la presión que ejerce la mezcla es de 734 mm Hg.
17. En un recipiente rígido se coloca una mezcla de H_2 y N_2 en determinadas condiciones de temperatura y de presión. Completen el siguiente cuadro ubicando en cada casillero si cada una de las variables indicadas en la primera columna, aumenta, disminuye o permanece constante, al someter a la mezcla a los cambios indicados.

Cambios Variables	Se agrega hidrógeno a T constante	Se disminuye la temperatura
Volumen		
Presión parcial de nitrógeno		
Fracción molar de nitrógeno		
Densidad		
Presión parcial de hidrógeno		
Fracción molar de hidrógeno		
Presión total		

18. Un recipiente rígido de 20,0 dm³ contiene una mezcla formada por Ne (g) y Ar (g) en determinadas condiciones de presión y de temperatura. Indiquen si las siguientes afirmaciones son correctas (C) o incorrectas (I). Justifiquen las respuestas.
- La densidad de la mezcla aumenta si se duplica la temperatura.
 - Si el número de moles de ambos gases es el mismo, la fracción molar del Ne (g) es 0,500.
 - Si se agrega más cantidad de Ne (g), a temperatura constante, la fracción molar del Ar (g) es mayor a 0,500.
 - Si se calienta el sistema, manteniendo constante la cantidad de ambos gases, la presión que ejerce la mezcla disminuye.
19. Un recipiente flexible contiene una mezcla equimolecular de NO_2 (g) y N_2 (g). Indiquen si las siguientes afirmaciones son correctas (C) o incorrectas (I). Justifiquen las respuestas.
- El número de átomos de nitrógeno es igual al número de átomos de oxígeno.

- b) Si se enfría el recipiente manteniendo la presión constante, la densidad de la mezcla gaseosa aumenta.
 - c) La fracción molar de NO_2 es igual a la fracción molar de N_2 .
 - d) Si se aumenta la temperatura, la fracción molar de los gases no cambia.
- 20.** Un recipiente rígido de $10,0 \text{ dm}^3$ contiene cierta masa de CO_2 (g) en CNPT. Se agrega CO (g) hasta que la masa de la mezcla de gases es de $60,0 \text{ g}$. Se produce una variación de la temperatura y un aumento en la presión de $2,5 \text{ atm}$. Indiquen:
- a) la temperatura final que alcanza el sistema;
 - b) si la presión parcial del dióxido de carbono en la mezcla es mayor, igual o menor que la del monóxido de carbono;
 - c) el número de átomos de oxígeno que hay en la mezcla;
 - d) si la temperatura final alcanzada aumenta, disminuye o no cambia, si en lugar de CO se hubiera agregado O_2 (g) hasta tener la misma masa final de $60,0 \text{ g}$ y el mismo aumento de presión. Justifiquen la respuesta.
- 21.** A determinada temperatura, en un recipiente rígido hay $1,60 \text{ g}$ de H_2 (g). Si se extraen $1,16 \text{ g}$ del gas y se introducen $1,16 \text{ g}$ de gas butano (C_4H_{10}) manteniendo constante la temperatura, la presión total: a) aumenta, b) disminuye o c) no cambia. Elijan la opción correcta y justifiquen la respuesta.

Bloque 2

- 1.** Se dispone de una lata de aerosol de 120 mL que se encuentra a $21,0^\circ\text{C}$ y a una presión de $1,00 \text{ atm}$. Se calienta el sistema hasta una temperatura final de 800°C . Determinen cuál es la presión final en este recipiente.
- 2.** Calculen el volumen de un recipiente que contiene $60,0 \text{ g}$ de C_2H_6 a una presión de 700 mm Hg y a 0°C .
- 3.** Un recipiente de volumen variable contiene $10,0 \text{ L}$ de C_4H_{10} gaseoso a 600 torr y a $5,00^\circ\text{C}$. Se calienta el sistema hasta que se verifica que la presión y el volumen se duplican. Calculen:
 - a) la temperatura final del sistema;

- b) la masa de C_4H_{10} en el recipiente.
4. Se dispone de igual masa de distintas sustancias a $32,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y a 850 mm Hg . Indiquen cuál de estas ocupa un volumen mayor:
- a) 200 g de SO_3
 - b) 200 g de CH_4
 - c) 200 g de O_3
 - d) 200 g NH_3
5. Determinen cuál es la presión que ejerce, a $25,0\text{ }^{\circ}\text{C}$, cada uno de los siguientes sistemas si se encuentran en recipientes rígidos de $10,0\text{ dm}^3$.
- a) $5,00\text{ mol}$ de $O_2\text{ (g)}$
 - b) $3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas de $H_2S\text{ (g)}$
 - c) $3,01 \cdot 10^{24}$ moléculas de $NH_3\text{ (g)}$
 - d) $29,0\text{ g}$ de $C_4H_{10}\text{ (g)}$
6. Se tienen 500 cm^3 de propano (C_3H_8) contenidos en un recipiente rígido a $60,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y a 800 mm de Hg. Calculen para el mismo:
- a) la masa de gas;
 - b) el número de moléculas;
 - c) el número de átomos.
7. Determinen el número de átomos de oxígeno contenidos en una muestra de $20,0\text{ dm}^3$ de $N_2O_4\text{ (g)}$ a $1,5\text{ atm}$ y a $25,0\text{ }^{\circ}\text{C}$.
8. Un recipiente rígido de $1,00\text{ dm}^3$ contiene amoníaco a 273 K y a 900 hPa . Calculen:
- a) el número de moléculas de amoníaco presentes;
 - b) la masa de gas.
9. Determinen cuál es la masa molar de una sustancia, si 200 mg de la misma ocupan un volumen de $173,6\text{ cm}^3$ a la presión de 700 mm de Hg y a 273 K .
10. Se dispone de una sustancia desconocida (A), de masa molar 120 g/mol , cuya densidad en estado líquido y en condiciones estándar ($25,0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $1,00\text{ atm}$) es de $1,50\text{ g/mL}$. Indiquen:

- a) el volumen de una esfera que contiene 0,0100 mol de moléculas de la sustancia A en estado gaseoso, a 1,00 atm de presión y a una temperatura de 200 °C;
- b) el volumen que ocuparía el mismo número de moles de dicha sustancia en estado líquido en condiciones estándar.
- 11.** La densidad de una sustancia en estado gaseoso, a 25,0 °C y a 760 mm Hg, es de 1,80 g/dm³. Calculen:
- a) la masa molar de la sustancia;
- b) la densidad del gas en CNPT.
- 12.** A determinada temperatura un recipiente rígido contiene 3,00 mol de un gas que ejercen una presión de 1,80 atm. A temperatura constante, se abre una llave hasta que la presión se iguala a la presión atmosférica (1,00 atm). Calculen la cantidad de gas, expresada en moles, que se perdió.
- 13.** Un recipiente de 40,0 dm³ contiene una mezcla gaseosa formada por 6,40 g de O₂, 0,200 mol de N₂ y cierta masa de CO₂ a 15,0 °C. Si la presión total es de 1200 hPa, indiquen cuál es la masa de CO₂ en el recipiente y cuál es la presión parcial que ejerce este gas.
- 14.** Se dispone de una mezcla formada por 20,0 g de He y cierta cantidad de H₂ en un recipiente rígido y cerrado a 22,0 °C. Se sabe que la fracción molar del Helio es 0,400 y que la presión total es de 11,1 atm. Calculen:
- a) el volumen del recipiente;
- b) la cantidad de hidrógeno (H₂), expresada en moles, en el recipiente.
- 15.** Una mezcla, formada por masas iguales de CO₂, CO y O₂, se encuentra a 25,0 °C en un recipiente rígido de 1,37 dm³. Determinen:
- a) cuál de los gases ejerce mayor presión en la mezcla;
- b) si la fracción molar del O₂ es mayor, menor o igual que la del CO;
- c) si la presión de la mezcla aumenta, disminuye o no cambia, al elevar la temperatura hasta 400 K. Justifiquen la respuesta.
- 16.** Se dispone de un recipiente rígido que contiene 2,50 moles de N₂ (g) a 1,50 atm y a 280 K. A temperatura constante, se agregan 134 g del gas XO₃, y se eleva la presión hasta 2,50 atm. Determinen:

- a) la densidad del nitrógeno en las condiciones enunciadas;
 - b) cuál de los gases en la mezcla tiene mayor fracción molar; justifiquen la respuesta;
 - c) el número total de moles de átomos que hay en el recipiente;
 - d) la masa de una molécula de XO_3 .
- 17.** En un recipiente rígido de $30,0 \text{ dm}^3$, se colocan $0,500 \text{ mol}$ de $\text{CO}_2 (\text{g})$ y $35,0 \text{ g}$ de Cl_2O a 25°C . A temperatura constante se agrega cierta masa de neón, lo que produce un aumento en la presión de $0,415 \text{ atm}$. Calculen:
- a) la masa de neón agregada;
 - b) la presión total luego del agregado del neón;
 - c) la fracción molar del Cl_2O .
- 18.** Una cierta masa de $\text{HF} (\text{g})$ se encuentra en un recipiente. En otro recipiente de igual volumen que el anterior, se coloca una masa igual de $\text{XO}_3 (\text{g})$. La presión que ejerce el HF es el doble de la que ejerce el XO_3 y la temperatura absoluta en el primer recipiente es la mitad de la del segundo. Determinen:
- a) la relación entre el número de moles de ambos gases;
 - b) la masa de $3,50 \cdot 10^{25}$ moléculas de XO_3 .

Química

7. Reacciones químicas



Para comenzar...

Para afianzar los contenidos teóricos correspondientes a reacciones químicas, les proponemos una serie de actividades que es conveniente que realicen antes de resolver los ejercicios.

1. Describan una reacción química en el nivel microscópico de observación.
2. Indiquen las características de las reacciones químicas y su clasificación.
3. Expliquen el significado de los términos que se utilizan en una ecuación química.
4. Definan los siguientes términos y conceptos: reducción, oxidación, agente oxidante y agente reductor.

Ejercicios

*A continuación, les presentamos dos bloques de ejercicios que les posibilitarán vincular y aplicar diferentes conceptos. Los ejercicios correspondientes al **bloque 1** proponen un recorrido teórico completo de la presente unidad y serán discutidos en el ámbito de las tutorías y los del **bloque 2**, los proponemos con la intención de que dispongan de una amplia variedad de ejercicios con distinto grado de dificultad para favorecer la comprensión de los temas. Para resolverlos, es importante identificar los contenidos involucrados en cada uno, interpretar el significado de los datos y consignas e integrar los cálculos, las fórmulas químicas, las ecuaciones químicas y matemáticas junto con el lenguaje coloquial.*

Esperamos que no solo lleguen a los resultados, sino que desplieguen y desarrollen sus propias estrategias de aprendizaje.

Bloque 1

1. Lean atentamente y señalen cuáles de las opciones son correctas.

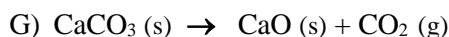
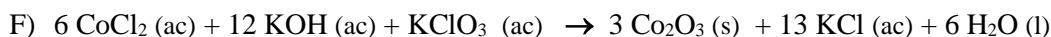
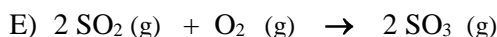
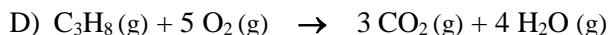
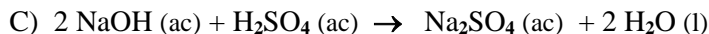
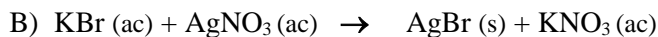
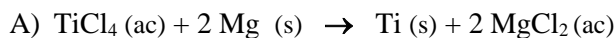
Siempre que se produce una reacción química:

- a) el tipo y número de átomos que intervienen no cambia;
- b) se desprenden luz y/o calor;
- c) se produce siempre entre dos sustancias;
- d) cambian las sustancias presentes;
- e) aparecen átomos nuevos;
- f) hay ruptura y formación de enlaces.

2. Escriban los coeficientes estequiométricos para balancear las ecuaciones:

- a) $\text{Ca(OH)}_2 \text{ (ac)} + \text{HNO}_3 \text{ (ac)} \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 \text{ (ac)} + \text{H}_2\text{O (l)}$
- b) $\text{Fe (s)} + \text{HCl (ac)} \rightarrow \text{FeCl}_3 \text{ (ac)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
- c) $\text{Al}_2\text{O}_3 \text{ (s)} + \text{H}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{Al (s)} + \text{H}_2\text{O (l)}$
- d) $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + \text{Fe(OH)}_3 \text{ (ac)} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ (ac)} + \text{H}_2\text{O (l)}$
- e) $\text{KClO}_3 \text{ (s)} \rightarrow \text{KCl (s)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$

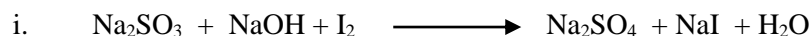
3. Para las siguientes ecuaciones:



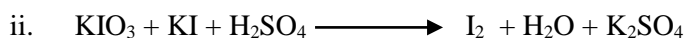
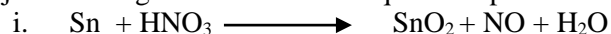
Indiquen:

- el tipo de reacción química que representa (síntesis, descomposición, combustión, precipitación, neutralización o redox);
- el agente oxidante, el agente reductor y el cambio que se produce en los estados de oxidación, en las que representan a reacciones redox;
- Justificar los coeficientes de las ecuaciones A y F utilizando el método del ion-electrón

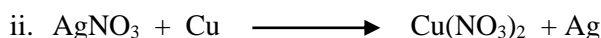
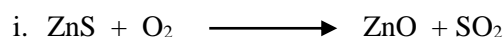
4. Ajustar las siguientes ecuaciones químicas por el método ion electrón en medio básico:



5. Ajustar las siguientes ecuaciones químicas por el método ion electrón en medio ácido:



6. Ajustar las siguientes ecuaciones químicas por el método del número de oxidación en vía seca.

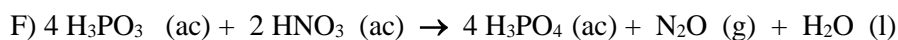
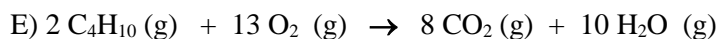
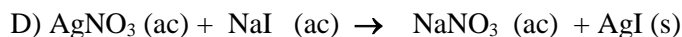
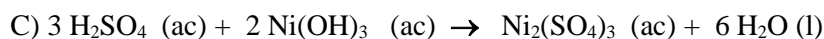
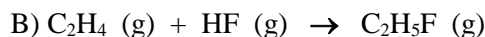
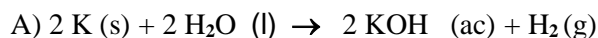


Bloque 2

1. Indiquen cuáles de los siguientes ejemplos de la vida cotidiana corresponden a reacciones químicas, y justifiquen su elección:

- a) picar carne;
- b) putrefacción de una fruta;
- c) evaporación del alcohol;
- d) proceso de fotosíntesis;
- e) fundir un plástico;
- f) teñir el cabello;
- g) disolver sal en agua;
- h) pinchar un globo;
- i) quemar ramas;
- j) preparar un té;
- k) encender una hornalla;
- l) oxidación de un clavo.

2. Para las siguientes ecuaciones:



Indiquen:

- a) el tipo de reacción química que representa (síntesis, descomposición, combustión, precipitación, neutralización o redox);
- b) el agente oxidante, el agente reductor y el cambio que se produce en los estados de oxidación, en las que representan a reacciones redox.

3. El cloruro de calcio, sólido, se produce a partir de la reacción entre el calcio y el cloro.

- a) Escriban la ecuación química que representa el proceso.
- b) Indiquen el tipo de reacción química que representa.

Química

8. Cálculos estequiométricos



Para comenzar...

Para afianzar los contenidos teóricos correspondientes a reacciones químicas, les proponemos una serie de actividades que es conveniente que realicen antes de resolver los ejercicios.

1. Describan las relaciones que pueden establecerse entre las sustancias de una reacción química.
2. Definan los siguientes términos y conceptos: pureza de un reactivo, reactivo limitante y rendimiento de una reacción.

Ejercicios

*A continuación, les presentamos dos bloques de ejercicios que les posibilitarán vincular y aplicar diferentes conceptos. Los ejercicios correspondientes al **bloque 1** proponen un recorrido teórico completo de la presente unidad y serán discutidos en el ámbito de las tutorías y los del **bloque 2**, los proponemos con la intención de que dispongan de una amplia variedad de ejercicios con distinto grado de dificultad para favorecer la comprensión de los temas. Para resolverlos, es importante identificar los contenidos involucrados en cada uno, interpretar el significado de los datos y consignas e integrar los cálculos, las fórmulas químicas, las ecuaciones químicas y matemáticas junto con el lenguaje coloquial.*

Esperamos que no solo lleguen a los resultados, sino que desplieguen y desarrollen sus propias estrategias de aprendizaje.

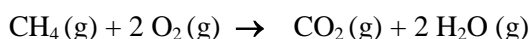
Bloque 1

1. El ácido clorhídrico se utiliza como desincrustante para eliminar residuos de caliza (carbonato de calcio). Al reaccionar carbonato de calcio con una solución acuosa de ácido clorhídrico, se forman cloruro de calcio, agua y dióxido de carbono. La ecuación que representa a la reacción es:



Calculen la cantidad, expresada en moles, de cloruro de calcio que se obtiene al reaccionar 1,00 kg de carbonato de calcio con el ácido clorhídrico necesario.

2. El polvo de magnesio se utiliza en la fabricación de fuegos artificiales y de bengalas marítimas. Al reaccionar con el oxígeno del aire, el magnesio produce una llama blanca muy intensa, formando óxido de magnesio (MgO).
 - a) Escriban la ecuación química que representa el proceso.
 - b) Si se desean obtener 6,00 moles de óxido de magnesio, calculen:
 - i) la cantidad de oxígeno necesaria, expresada en moles;
 - ii) la masa de magnesio que reacciona.
3. El metano es el principal componente del gas natural. Al encender la hornalla de la cocina, se produce la combustión del metano, representada por la siguiente ecuación:



Si reaccionan 50,0 g de metano, calculen:

- a) el volumen de oxígeno que se consume en CNPT;
- b) el volumen de CO_2 (g) que se obtiene a 1,50 atm y a 25,0 °C;
- c) el número de moléculas de agua que se obtienen.

4. En un recipiente que contiene 4,00 L de solución acuosa de HNO_3 1,50 M, se coloca la cantidad de cobre suficiente para que reaccione el ácido nítrico presente. La ecuación que representa a la reacción es:



Indiquen:

- a) la masa de cobre que reacciona;
- b) la masa de sal que se forma;
- c) la cantidad, expresada en moles, de NO_2 que se produce;
- d) el número de moléculas de agua que se obtienen;
- e) el tipo de reacción química que representa.

5. Se hacen reaccionar 650 g de una muestra de BaCO_3 , 80 % de pureza, con cantidad suficiente de HCl . La ecuación que representa a la reacción es:



Calculen:

- a) la masa de impurezas presente en la muestra;
- b) la cantidad de ácido clorhídrico, expresada en moles, que reacciona;
- c) la masa de sal que se forma;
- d) el volumen de gas que se desprende medido a 20 °C y a 760 mm Hg.

6. En un recipiente se colocan 280 g de una muestra que contiene antimonio y 42,0 g de impurezas con exceso de ácido nitroso. La reacción que se produce se representa por la siguiente ecuación:

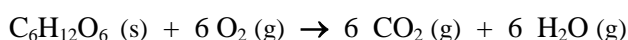


Indiquen:

- a) la pureza de la muestra;

- b) el volumen mínimo de solución 2,00 M de ácido nitroso necesario;
- c) la presión que ejerce el gas obtenido si se lo recoge en un recipiente de 20,0 dm³ a 25,0 °C;
- d) el tipo de reacción química que representa.

7. Durante la respiración celular, la glucosa (C₆H₁₂O₆) reacciona con el oxígeno que inhalamos formando dióxido de carbono y agua. La siguiente ecuación representa el proceso:



Indiquen cuál es el reactivo limitante en cada uno de los siguientes casos:

	C₆H₁₂O₆	O₂	Reactivo limitante
1	2,5 mol	3,00 mol	
2	150 g	300 g	
3	1,20 mol	250 g	
4	45,0 g	48,0 g	
5	115 g	3,50 mol	

8. En un recipiente se colocan 500 mL de solución acuosa 2,00 M de hidróxido de sodio, 30,0 g de una muestra formada por carbono (10,0 % de impurezas inertes) y agua en exceso. La reacción se representa por la siguiente ecuación:



Determinen:

- a) la masa de sal que se produce;
 - b) la cantidad de gas, expresada en moles, que se libera;
 - c) si la cantidad de gas que se forma, aumenta, disminuye o no cambia, al repetir la experiencia con una muestra que contiene carbono con mayor porcentaje de pureza. Justifiquen la respuesta.
9. El sulfuro de zinc reacciona con el oxígeno formando óxido de zinc y dióxido de azufre. Si se utiliza un mineral que contiene ZnS, con una pureza del 70,0 %, y se obtienen 67,2 dm³ de SO₂ medidos en CNPT:

- a) escriban la ecuación química que representa el proceso;
- b) indiquen:
 - i) la masa de mineral utilizada;
 - ii) la cantidad, expresada en moles, de ZnO que se produce.

10. El óxido de aluminio se obtiene al reaccionar aluminio con oxígeno. Si se oxidan 100 g de aluminio, indiquen:

- a) la ecuación química que representa el proceso;
- b) la cantidad de oxígeno, expresada en moles, que se necesita;
- c) la masa de óxido que se forma:
 - i) si el rendimiento de la reacción es del 100 %;
 - ii) si el rendimiento de la reacción es del 85,0 %;
- d) la masa de reactivo en exceso, si los 100 g de aluminio se colocan en un recipiente cerrado y rígido de 20,0 dm³ que contiene oxígeno a 20,0 °C y a 1,20 atm.

11. Se hacen reaccionar 44,8 g de una muestra de cobre que contiene 400 mg de impurezas inertes con 454 cm³ de solución acuosa de H₂SO₄ 3,30 M. La reacción se produce con un rendimiento del 86,0 % y la ecuación que representa el proceso es:



El gas obtenido se recoge a 25,0 °C en un recipiente rígido de 12,5 dm³.

- a) Indiquen cuál es el cambio que se produce en el número de oxidación del elemento correspondiente a la especie que se oxida.
- b) Calculen:
 - i) la presión que ejerce el gas obtenido en el recipiente;
 - ii) el porcentaje de pureza de la muestra de cobre;
 - iii) el volumen de solución 10,0 % m/V que se puede preparar con la masa de sal obtenida;
 - iv) la cantidad de agua, expresada en moles, que se obtiene.

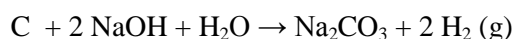
12. Se hacen reaccionar 100 g de una muestra impura que contiene BaCO₃ con 240 cm³ de solución 3,00 M de H₂SO₄. Se obtienen 0,325 moles de sal con un rendimiento del 80,0 %. La ecuación que representa el proceso es:



Indiquen:

- a) la pureza de la muestra que contiene BaCO_3 ;
- b) la cantidad, expresada en moles, del reactivo limitante presente en el sistema inicial;
- c) el volumen de CO_2 (g) obtenido, a $40,0^\circ\text{C}$ y a $2,00\text{ atm}$;
- d) si la masa de sal obtenida será mayor, igual o menor, al utilizar, en un nuevo ensayo, la mitad del volumen de solución de ácido sulfúrico, manteniendo todas las demás condiciones. Justifiquen la respuesta.

13. En un recipiente se colocan $60,0\text{ g}$ de una muestra que contiene carbono ($75,0\%$ de pureza) con $3,00\text{ L}$ de una solución acuosa $2,75\text{ M}$ de NaOH y exceso de agua. La reacción química producida se representa por la siguiente ecuación:



- a) Calcular el rendimiento de la reacción si se obtienen $10,0\text{ gramos}$ de $\text{H}_2(\text{g})$.
- b) Indicar cuál/es de la/s siguiente/s opción/es es/son correcta/s: i) la reacción es redox; ii) la reacción no es redox; iii) el C es el agente oxidante; iv) el C es el agente reductor.

Bloque 2

- 1. El cloruro de calcio, sólido, se produce a partir de la reacción entre el calcio y el cloro.
 - a) Escriban la ecuación química que representa el proceso.
 - b) Calculen la masa de cloro que reacciona y la cantidad de sal, expresada en moles, que se obtiene por reacción completa de 200 g de calcio;
 - c) Indiquen el tipo de reacción química que representa.
- 2. La hidracina (N_2H_4) es un combustible líquido que se utiliza en la propulsión de vehículos espaciales. Cuando se combina con oxígeno, se obtienen nitrógeno gaseoso y agua.
 - a) Escriban la ecuación química que representa el proceso.
 - b) Si se produce la combustión de 160 g de hidracina, calculen:
 - i) el volumen de nitrógeno obtenido en CNPT;
 - ii) la cantidad de agua producida;
 - iii) el número de moléculas de oxígeno necesarias para la combustión.
- 3. En los controles de alcoholemia, la persona sopla a través de un tubo que contiene una solución color naranja de dicromato de potasio, en medio ácido. Si el aire expirado contiene

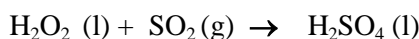
vapores de etanol (C_2H_6O), este reacciona formando, entre otros productos, ácido acético o etanoico ($C_2H_4O_2$) y sulfato de cromo (III); este último colorea al sistema de verde, según la siguiente ecuación:



En un control se determinó un valor de 0,300 mg de alcohol por cada litro de aire exhalado. Calculen:

- la masa de $K_2Cr_2O_7$ que reaccionó;
- la cantidad, en moles, de ácido etanoico que se obtuvo.

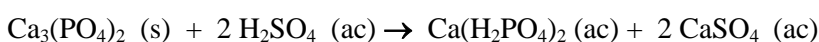
- El ácido sulfúrico se produce al hacer reaccionar dióxido de azufre con peróxido de hidrógeno, según la siguiente ecuación:



Si reaccionan $25,0 \text{ dm}^3$ de dióxido de azufre medidos a 1,50 atm de presión y a $30,0^\circ \text{C}$, determinen:

- la cantidad de ácido, expresada en moles, que se obtiene;
- el número de moléculas de peróxido de hidrógeno necesarias para producir la reacción.

- El $Ca(H_2PO_4)_2$ se utiliza como materia prima para la preparación de fertilizantes. La ecuación que representa el proceso de obtención de esta sustancia es:



Si se hace reaccionar 1,00 kg de una muestra que contiene $Ca_3(PO_4)_2$, 90,0 % de pureza, calculen:

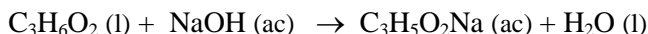
- la cantidad, expresada en moles, de $CaSO_4$ que se obtiene;
- la masa de ácido sulfúrico que reacciona;
- la masa de $Ca(H_2PO_4)_2$ que se forma.

- El combustible utilizado en los encendedores es una mezcla de hidrocarburos, que contiene butano (C_4H_{10}) en mayor proporción. Por combustión completa, reacciona produciendo dióxido de carbono y agua. En un recipiente de $5,00 \text{ dm}^3$ que contiene aire en CNPT, se hace reaccionar 1,00 g de butano.

- Escriban la ecuación química que representa el proceso.
- Indiquen:

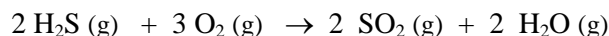
- i) cuál es el reactivo que reacciona totalmente, si se sabe que el porcentaje de oxígeno en el aire es de 21,0 % V/V;
- ii) la masa del reactivo que queda sin reaccionar;
- iii) la cantidad, expresada en moles, de dióxido de carbono que se obtiene.

7. En un recipiente se colocan 2,50 mol de ácido propanoico y 300 mL de solución acuosa 20,0 % m/V de hidróxido de sodio. La ecuación que representa el proceso es:



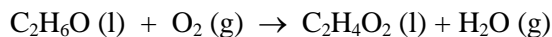
Indiquen:

- a) la cantidad, expresada en moles, del reactivo que queda sin reaccionar;
 - b) la masa de propanoato de sodio que se forma;
 - c) si la masa de sal aumenta, disminuye o no cambia, si se utilizan 400 mL de la misma solución, sin modificar la cantidad de ácido empleado. Justifiquen la respuesta;
 - d) el tipo de reacción química que representa.
8. A altas temperaturas, el sulfuro de hidrógeno gaseoso emitido por un volcán se oxida en el aire. Si reaccionan 100 g de H_2S con 144 dm³ de oxígeno a 20 °C y a 1,00 atm, la ecuación que representa el proceso es:



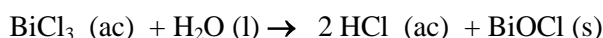
Calculen:

- a) el número de moléculas de oxígeno que reaccionan;
 - b) la masa de óxido de azufre que se obtiene.
9. El picado del vino se produce por la oxidación del etanol, según la siguiente ecuación:



Si se oxidan 30,0 g de etanol con un rendimiento del 90,0 %, calculen:

- a) la cantidad de ácido, expresada en moles, que se forma;
 - b) la masa de oxígeno que reacciona.
10. El “efecto perlado” de algunos esmaltes y lápices labiales se debe al oxiclورو de bismuto (BiOCl), que puede obtenerse a partir de la reacción entre el tricloruro de bismuto y el agua. La ecuación que representa el proceso es:



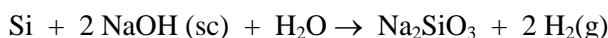
Si se hacen reaccionar 2,50 moles de BiCl_3 con un rendimiento del 78%, calculen la masa de BiOCl que se forma.

- 11.** Por descomposición de 75,0 g de carbonato de calcio se obtienen 35,7 g de óxido de calcio. La ecuación que representa el proceso es:



Calculen el rendimiento de la reacción.

- 12.** Se hace reaccionar 1,50 dm³ de solución acuosa de hidróxido de sodio 1,50 M con cantidad suficiente de silicio y de agua, según la siguiente ecuación:



El hidrógeno obtenido se recoge en un recipiente rígido de 22,0 dm³ a 25,0 °C ejerciendo una presión de 2,00 atm. Calculen:

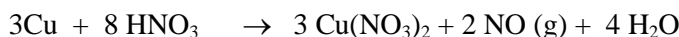
- a) el rendimiento de la reacción;
 - b) la masa de agua que reacciona;
 - c) la masa de silicato de sodio que se forma.
- 13.** Se hacen reaccionar 80,0 g de una muestra que contiene fósforo (70,0 % de pureza), con 2,50 dm³ de solución acuosa de ácido nítrico 2,00 M. La ecuación que representa a la reacción es:



Si el rendimiento es del 75,0 %, indiquen:

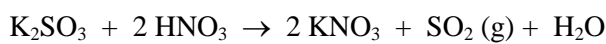
- a) el número de oxidación que presenta el elemento correspondiente al agente reductor en su forma reducida;
- b) la fórmula del reactivo limitante y la cantidad, expresada en moles, presente en el sistema inicial;
- c) el volumen de gas que se obtiene en CNPT;
- d) si el volumen de gas obtenido será mayor, igual o menor, al utilizar en un nuevo ensayo, el mismo volumen de una solución 12,6 % m/V de HNO_3 , manteniendo todas las demás condiciones.

14. En un recipiente se colocan 200 g de un mineral que contiene un 80,0% de cobre con 2,50 L de solución acuosa de HNO_3 0,100 M. La reacción se representa por la siguiente ecuación:



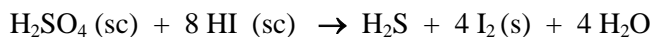
Si se obtienen 1,60 g de $\text{NO}(\text{g})$, indiquen:

- el cambio en el número de oxidación del elemento en la sustancia que se reduce;
 - si el cobre de la muestra reacciona totalmente; justifiquen la respuesta;
 - el rendimiento de la reacción;
 - si la presión ejercida por el gas obtenido será mayor, igual o menor, al repetir la experiencia con igual masa de otra muestra de cobre con 40,0% de impurezas inertes, manteniendo todas las demás condiciones.
15. Se hacen reaccionar 375 g de una muestra que contiene K_2SO_3 (18,0 % de impurezas inertes) con 1,20 dm^3 de solución 3,50 M de HNO_3 . La ecuación que representa el proceso es:



Si el rendimiento de la reacción es del 90,0 %, indiquen:

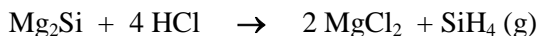
- la masa de sal que se obtiene;
 - si la ecuación representa un proceso redox y justifiquen la respuesta;
 - el volumen de gas que se obtiene, medido a 20,0 °C y a 1,50 atm;
 - si la masa de sal obtenida aumenta, disminuye o no cambia, al utilizar, en un nuevo ensayo, igual volumen de solución de ácido nítrico 4,00 M, manteniendo todas las demás condiciones.
16. En un recipiente se introducen 1500 mL de solución acuosa de ácido sulfúrico 0,250 M con 1500 mL de una solución acuosa de ácido yodhídrico. La reacción tiene un rendimiento del 75,0 % y se representa por la siguiente ecuación:



Si se obtienen $6,77 \cdot 10^{23}$ moléculas de yodo, calculen:

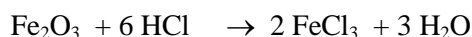
- la concentración de la solución de ácido yodhídrico, expresada en % m/V;
- la masa de agua que se forma;
- la cantidad de H_2S , expresada en moles, que se obtiene.

- 17.** En un recipiente se introducen 191,5 g de una muestra impura de Mg_2Si con 10,0 moles de HCl . Se obtienen 286 g de MgCl_2 con un rendimiento del 75,0 %. La ecuación que representa a la reacción es:



Calculen:

- a) la masa de impurezas presentes en la muestra de Mg_2Si ;
 - b) la cantidad de SiH_4 , expresada en moles, que se obtiene.
- 18.** En un recipiente se introducen $2,50 \text{ dm}^3$ de una solución acuosa de HCl 1,25 M y 110 g de una muestra que contiene Fe_2O_3 (25 % de impurezas inertes). La reacción se produce con un rendimiento del 78,0 %. La ecuación que representa el proceso es:



- a) Determinen si se trata de una reacción redox. Justifiquen la respuesta.
 - b) Calculen:
 - i) la masa de cloruro férrico que se obtiene;
 - ii) la masa que queda sin reaccionar del reactivo en exceso.
- 19.** Al hacer reaccionar 200 g de una muestra de PbO_2 (85,0 % de pureza) con $1,00 \text{ dm}^3$ de solución acuosa de HCl 1,80 M, se obtienen $7,00 \text{ dm}^3$ de cloro gaseoso en CNPT. La reacción se representa por la siguiente ecuación:



- a) Indiquen qué tipo de reacción química representa la ecuación dada. Justifiquen la respuesta.
- b) Determinen cuál es el reactivo en exceso y la masa del mismo que queda sin reaccionar.
- c) Calculen:
 - i) el rendimiento de la reacción;
 - ii) la masa de sal que se forma;
 - iii) el número de moléculas de agua que se obtienen.



9. Cinética química y equilibrio Químico



Para comenzar...

Para afianzar los contenidos teóricos correspondientes a equilibrio químico, les proponemos una serie de actividades que es conveniente que realicen antes de resolver los ejercicios.

1. Expliquen qué significa que un sistema se encuentre en equilibrio e indiquen cuáles son las características del estado de equilibrio.
2. Escriban la expresión de la constante de equilibrio (K_c) para un sistema dado y expliquen la información que proporciona acerca del rendimiento de la reacción.
3. Escriban la expresión del cociente de reacción (Q_c) y analicen la relación entre Q_c y K_c .
4. Mencionen los factores que perturban el estado de equilibrio de un sistema e indiquen cuál de estos hace variar el valor de K_c . Analicen la evolución del sistema en cada caso.

Ejercicios

A continuación, les presentamos dos bloques de ejercicios que les posibilitarán vincular y aplicar diferentes conceptos. Los ejercicios correspondientes al **bloque 1** proponen un recorrido teórico completo de la presente unidad y serán discutidos en el ámbito de las tutorías y los del **bloque 2**, los proponemos con la intención de que dispongan de una amplia variedad de ejercicios con distinto grado de dificultad para favorecer la comprensión de los temas. Para resolverlos, es importante identificar los contenidos involucrados en cada uno, interpretar el significado de los datos y consignas e integrar los cálculos, las fórmulas químicas, las ecuaciones químicas y matemáticas junto con el lenguaje coloquial.

Esperamos que no solo lleguen a los resultados, sino que desplieguen y desarrollen sus propias estrategias de aprendizaje.

Importante

En la resolución de los ejercicios correspondientes a este tema, hay que tener en cuenta que todas las reacciones propuestas se producen en recipientes cerrados y rígidos.

Al representar gráficamente la variación de las concentraciones o cantidades de reactivos y/o productos en función del tiempo, indiquen:

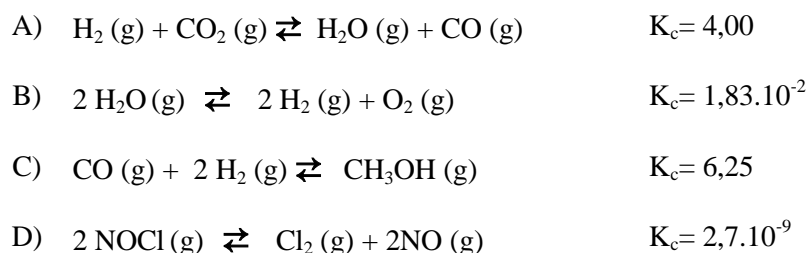
- los valores correspondientes al estado inicial y al estado de equilibrio;
- las magnitudes (cantidad, concentración, tiempo) en cada eje cartesiano;
- la/s curva/s que representa/n la variación solicitada.

Bloque 1

1. En un recipiente se produce una reacción química hasta alcanzar el equilibrio. Indiquen si las siguientes afirmaciones son correctas (C) o incorrectas (I). Justifiquen las respuestas.
 - a) En el equilibrio, la concentración de una de las sustancias es cero.
 - b) A nivel submicroscópico, la reacción química se sigue produciendo en ambos sentidos.
 - c) Una vez alcanzado el equilibrio, la velocidad de la reacción directa es mayor que la velocidad de la reacción inversa.
 - d) La reacción es irreversible.

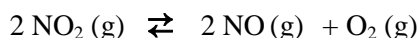
- e) En el equilibrio se encuentran presentes todas las especies químicas.
- f) En el equilibrio, la concentración de todas las especies químicas es la misma.
- g) El valor de la constante de equilibrio depende solamente de la temperatura.

2. Las siguientes ecuaciones representan reacciones reversibles, a determinada temperatura:

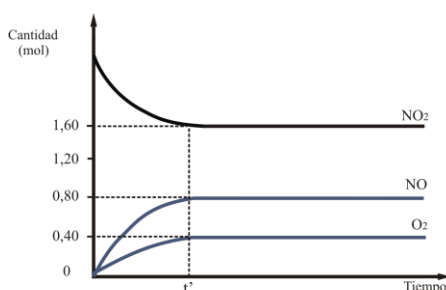


- a) Escriban la expresión de la constante de equilibrio para cada una.
- b) Ordenen en forma creciente las reacciones de acuerdo con su tendencia a producir la reacción completa.

3. En un recipiente de 100 cm^3 , a una temperatura de 400 K , se produce la descomposición del NO_2 . La ecuación que representa la reacción es:

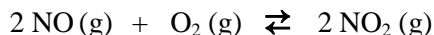


En el siguiente gráfico se representa la variación de las cantidades de reactivo y de productos en función del tiempo.



- a) Calculen el valor de K_c a esa temperatura.
- b) Indiquen si el valor de K_c se modifica o no al triplicar, a temperatura constante, la concentración inicial del reactivo.

4. En un matraz de $1,00 \text{ dm}^3$ a 327°C , se produce la reacción entre monóxido de nitrógeno y oxígeno, representada por la siguiente ecuación:



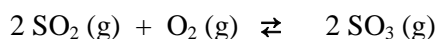
Una vez alcanzado el equilibrio, el sistema está formado por: $1,80 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ de NO, $3,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de O_2 y $7,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de NO_2 . Calculen el valor de K_c a 327°C .

5. En un recipiente de $5,00 \text{ dm}^3$ se produce la reacción representada por la siguiente ecuación:



Una vez alcanzado el equilibrio, la concentración de CH_4 es de $0,642 \text{ M}$ y la concentración de CH_2Cl_2 es de $0,520 \text{ M}$. Calculen la cantidad, expresada en moles, de CCl_4 presente en el sistema.

6. En un recipiente de $1,50 \text{ dm}^3$ a determinada temperatura, se introducen $1,20 \text{ mol}$ de SO_2 y $2,25 \text{ mol}$ de O_2 . Una vez alcanzado el equilibrio, el sistema está formado por $0,360 \text{ mol}$ de SO_2 ; $1,83 \text{ mol}$ de O_2 y $0,840 \text{ mol}$ de SO_3 . La ecuación que representa el proceso es:

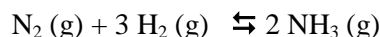


- a) Calculen el valor de la constante de equilibrio a esa temperatura.
b) Completen el siguiente cuadro con la información solicitada.

	$2 \text{ SO}_2 \text{ (g)}$	+	$\text{O}_2 \text{ (g)}$	\rightleftharpoons	$2 \text{ SO}_3 \text{ (g)}$
Cantidad inicial					
Cantidad que reacciona					
Cantidad que se forma					
Cantidad en equilibrio					
Concentración molar en el equilibrio					

- c) Representen gráficamente la evolución de las cantidades de todas las sustancias que intervienen en la reacción, en función del tiempo.

7. La obtención industrial de amoníaco (NH_3), denominada proceso Haber-Bosch, se realiza por la reacción entre el nitrógeno y el hidrógeno gaseosos. La ecuación que representa la reacción es:



Se realizan los siguientes ensayos:

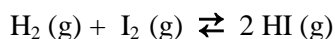
- a) En un recipiente de $10,0 \text{ dm}^3$ a determinada temperatura, se introducen $1,00 \text{ mol}$ de $\text{N}_2 (\text{g})$ y $2,00 \text{ mol}$ de $\text{H}_2 (\text{g})$ y reaccionan $x \text{ mol}$ de N_2 . La reacción se produce hasta alcanzar el equilibrio. Completen la siguiente tabla según corresponda.

	$\text{N}_2 (\text{g})$	+	$3 \text{H}_2 (\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{NH}_3 (\text{g})$
Cantidad inicial	$1,00 \text{ mol}$		$2,00 \text{ mol}$		0
Cantidad que reacciona	x				
Cantidad que se forma					
Cantidad en equilibrio					

- b) En un recipiente de $5,00 \text{ dm}^3$ a determinada temperatura, se introducen $3,00 \text{ mol}$ de $\text{NH}_3 (\text{g})$. Una vez alcanzado el equilibrio, la cantidad de $\text{H}_2 (\text{g})$ formada es de $3x \text{ mol}$. Completen la siguiente tabla según corresponda.

	$\text{N}_2 (\text{g})$	+	$3 \text{H}_2 (\text{g})$	\rightleftharpoons	$2 \text{NH}_3 (\text{g})$
Cantidad inicial	0		0		$3,00 \text{ mol}$
Cantidad que reacciona					
Cantidad que se forma			$3x$		
Cantidad en equilibrio					

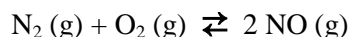
8. En un recipiente de $15,0 \text{ dm}^3$, a determinada temperatura, se colocan $7,62 \text{ g}$ de $\text{I}_2 (\text{g})$ y $0,0300 \text{ g}$ de $\text{H}_2 (\text{g})$. La ecuación que representa la combinación de estas sustancias es:



Una vez alcanzado el equilibrio se verifica que se han formado $0,0120 \text{ mol}$ de HI .

- a) Calculen el valor de la constante de equilibrio a esa temperatura.
- b) Representen gráficamente la variación de la cantidad de yodo en función del tiempo.

9. En un recipiente, se introduce la misma cantidad de N_2 (g) y de O_2 (g), a determinada temperatura. La ecuación que representa la reacción es:

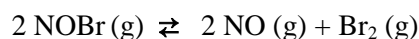


Una vez alcanzado el equilibrio se determina que la concentración de nitrógeno es: 2,00 M.

El valor de K_c a esa temperatura es de 16,0.

- Calculen la concentración molar del NO en el equilibrio.
- Representen gráficamente la variación de la concentración de NO en función del tiempo.

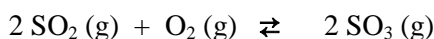
10. En un matraz de $4,00 \text{ dm}^3$, a 250°C , se introducen 1,00 mol de NOBr (g); 1,00 mol de NO (g) y 1,00 mol de Br_2 (g). El valor de K_c (523 K) es de 2,00 y la ecuación que representa la reacción es:



Indiquen:

- si el sistema se encuentra en equilibrio o, de lo contrario, en qué sentido evoluciona para alcanzarlo;
- si la concentración del reactivo aumenta, disminuye o no cambia;
- si la concentración de los productos aumenta, disminuye o no cambia.

11. La reacción de formación de SO_3 (g) es exotérmica y tiene enorme importancia industrial. La ecuación que representa la reacción es:



Indiquen cuál/es de las siguientes perturbaciones permite/n mejorar el rendimiento de la reacción, justifiquen la respuesta:

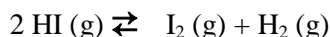
- disminución de la temperatura;
- aumento de la concentración de oxígeno a temperatura constante;
- disminución de la concentración de óxido sulfuroso a temperatura constante.

12. En dos recipientes de $10,0 \text{ dm}^3$ se colocan 5,00 mol de HI a distinta temperatura.

Recipiente 1: 673 K

Recipiente 2: 773 K

La descomposición del HI es una reacción endotérmica y se representa por la siguiente ecuación:



En el recipiente 1 se determina que, una vez alcanzado el equilibrio, la cantidad de HI es de 3,97 mol.

a) Indiquen:

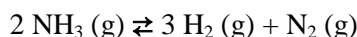
- i) si en el recipiente 2, una vez alcanzado el equilibrio, la cantidad de HI será mayor, igual o menor que 3,97 mol;
- ii) cuál de las siguientes opciones es correcta:

- A) $K_c(673\text{K}) < K_c(773\text{K})$.
- B) A mayor temperatura, disminuye el rendimiento de la reacción.
- C) La $[\text{I}_2]_{\text{eq}}$ en el recipiente 1 es mayor que en el recipiente 2.

b) Representen en un gráfico la variación de las concentraciones de H_2 y de I_2 , en función del tiempo para el recipiente 1.

13. En un recipiente de $5,00 \text{ dm}^3$ a una determinada temperatura, se introducen 187 g de

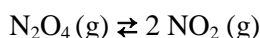
$\text{NH}_3 \text{ (g)}$. La descomposición del amoníaco es una reacción reversible y se representa por la siguiente ecuación:



En el equilibrio la $[\text{NH}_3]$ es de 2,00 M.

- a) Calculen la concentración molar de H_2 en el equilibrio.
- b) Representen gráficamente la variación de las concentraciones molares de H_2 y de N_2 en función del tiempo.
- c) Indiquen si la reacción es exotérmica o endotérmica si se sabe que al disminuir la temperatura, el valor de K_c es menor. Justifiquen la respuesta.

14. En un recipiente de $2,00 \text{ dm}^3$ a $60,0^\circ\text{C}$, se introducen 0,0200 mol de $\text{N}_2\text{O}_4 \text{ (g)}$. La reacción de descomposición de N_2O_4 es endotérmica y se representa por la siguiente ecuación:



Una vez que el sistema alcanza el equilibrio, la $[\text{N}_2\text{O}_4]$ es de $1,80 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

- a) Calculen la concentración molar de NO_2 en el equilibrio.
- b) Representen gráficamente la variación de las cantidades de $\text{NO}_2 \text{ (g)}$ y de $\text{N}_2\text{O}_4 \text{ (g)}$, en función del tiempo.

- c) Indiquen si la $[\text{N}_2\text{O}_4]$ aumenta, disminuye o no cambia, al elevarse la temperatura en $70,0^\circ\text{C}$. Justifiquen la respuesta.

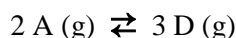
Bloque 2

1. En un recipiente de $2,50\text{ dm}^3$ a 448°C , se encuentran en equilibrio $1,92\text{ g}$ de pentacloruro de antimonio; $4,57\text{ g}$ de tricloruro de antimonio y $1,42\text{ g}$ de cloro. La ecuación que representa la descomposición del pentacloruro de antimonio es:



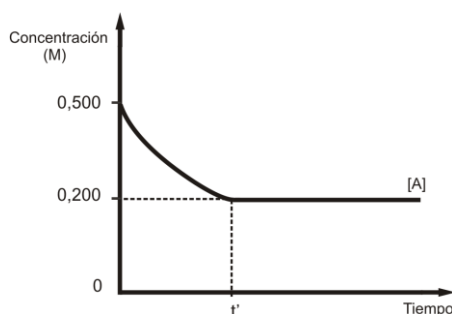
Calculen el valor de la constante de equilibrio a esa temperatura.

2. En un recipiente de $10,0\text{ dm}^3$ se introduce, a determinada temperatura, $1,00\text{ mol}$ de $\text{D}(\text{g})$ con una determinada cantidad de $\text{A}(\text{g})$. La descomposición de A es una reacción reversible y se representa por la ecuación:

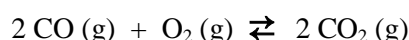


En el siguiente gráfico, se representa la variación de la concentración de A en función del tiempo.

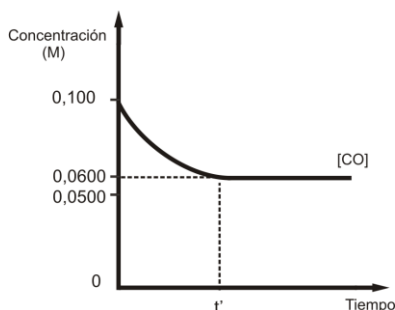
- a) Indiquen en qué sentido evoluciona la reacción.
b) Calculen el valor de la constante de equilibrio a esa temperatura.



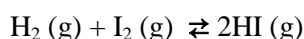
3. En un recipiente de $5,00\text{ dm}^3$ que contiene $\text{CO}(\text{g})$, a determinada temperatura, se agregan $0,500\text{ mol}$ de $\text{O}_2(\text{g})$ y $0,500\text{ mol}$ de $\text{CO}_2(\text{g})$ y el sistema evoluciona hasta alcanzar el equilibrio. La ecuación que representa la reacción es:



En el siguiente gráfico, se representa la variación de la concentración de CO en función del tiempo. Calculen el valor de la constante de equilibrio a esa temperatura.



4. Se desea obtener HI (g), para lo cual se introducen en un recipiente de 2,00 dm³ a 490 °C, 0,500 moles de H₂ (g) y 0,500 moles de I₂ (g). La ecuación que representa la síntesis del HI es la siguiente:



Calculen las concentraciones molares de cada especie en el equilibrio.

Dato: $K_c (763 \text{ K}) = 45,9$

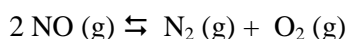
5. En un recipiente de 500 cm³, a determinada temperatura, se colocan 0,500 mol de NOCl (g); 0,500 mol de NO (g) y 0,250 mol de Cl₂ (g). La ecuación que representa la reacción es:
- $$2\text{NO} (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NOCl} (\text{g})$$

Dato: $K_c (T) = 85,7$

Indiquen:

- si el sistema se encuentra en equilibrio o, de lo contrario, en qué sentido evoluciona para alcanzarlo;
- cuál de las siguientes opciones se cumple antes de que el sistema alcance el equilibrio:
 - $K_c < Q_c$
 - $K_c > Q_c$
 - $K_c = Q_c$
 - $Q_c < 0$

6. En un recipiente rígido, se colocan 0,500 mol de N₂ (g) y 1,00 mol de NO (g). La ecuación que representa la reacción es:



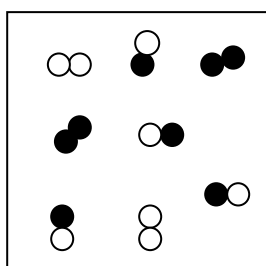
- Expliquen si es necesario calcular Q_c para predecir el sentido de la reacción.
- Completen la siguiente tabla en forma cualitativa:

	2 NO (g)	\rightleftharpoons	N ₂ (g)	+	O ₂ (g)
Cantidad inicial					
Cantidad en equilibrio					

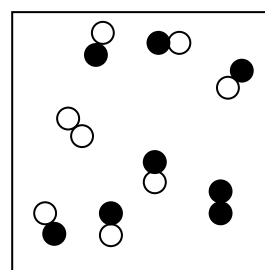
7. Los siguientes esquemas representan la composición de dos sistemas. Los dos recipientes tienen el mismo volumen y se encuentran a la misma temperatura T.

○ Representa un átomo de A

● Representa un átomo de J



(1)



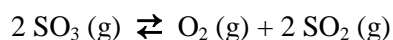
(2)

El número de moléculas dibujadas es proporcional a la cantidad de moléculas, expresada en moles.

El valor de la constante de equilibrio K_c de la descomposición de AJ a la temperatura T es de 0,25.

- Escriban la ecuación que representa la reacción.
- Identifiquen si los sistemas se encuentran en equilibrio o, de lo contrario, en qué sentido evolucionan para alcanzarlo.

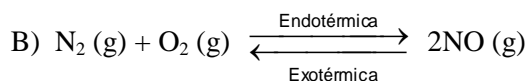
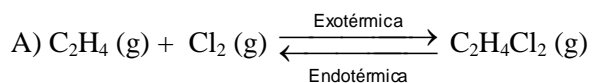
8. La descomposición del SO₃ es una reacción endotérmica. La ecuación que representa el proceso es:



Indiquen cómo variar los siguientes factores para aumentar el rendimiento de la reacción:

- temperatura;
- presión;
- cantidad de oxígeno;
- cantidad de SO₃.

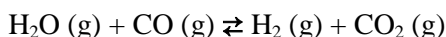
9. Las siguientes ecuaciones representan reacciones reversibles:



Predigan el efecto provocado sobre las concentraciones de los productos y el valor de la constante de equilibrio de cada reacción, para cada uno de los siguientes cambios:

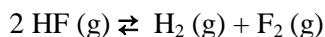
- a) se reduce el volumen del recipiente (temperatura constante);
- b) se eleva la temperatura del sistema;
- c) se agrega uno de los reactivos (temperatura constante).

10. En un recipiente de $1,00 \text{ dm}^3$ se introducen $2,00 \text{ mol}$ de $\text{H}_2\text{O} (\text{g})$; $2,00 \text{ mol}$ de $\text{CO} (\text{g})$; $1,20 \text{ mol}$ de $\text{H}_2 (\text{g})$ y $1,20 \text{ mol}$ de $\text{CO}_2 (\text{g})$, a 600°C . La reacción se representa por la siguiente ecuación:



- a) Indiquen si el sistema se encuentra en equilibrio o, de lo contrario, en qué sentido evoluciona para alcanzarlo. Justifiquen la respuesta. Dato: $K_c (873 \text{ K}) = 0,640$.
- b) Calculen la cantidad de CO_2 , expresada en moles, en el sistema final si la $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}}$ es de $1,80 \text{ M}$.

11. En un recipiente de $2,00 \text{ dm}^3$ a determinada temperatura, se colocan $36,0 \text{ g}$ de $\text{HF} (\text{g})$. El sistema evoluciona hasta alcanzar el equilibrio. La ecuación que representa el proceso es:



La concentración de HF en el equilibrio es de $0,400 \text{ M}$.

- a) Calculen las concentraciones molares de H_2 y de F_2 en el equilibrio.
- b) Representen gráficamente la variación de las concentraciones molares de HF y de H_2 , en función del tiempo.

- c) Indiquen si la concentración de F_2 aumenta, disminuye o no cambia, al extraerle, al sistema en equilibrio parte del H_2 (g). Justifiquen la respuesta.

12. En un recipiente de $10,0 \text{ dm}^3$ se colocan $10,0$ moles de ozono (g), a una determinada temperatura. El sistema evoluciona hasta alcanzar el equilibrio. La ecuación que representa la reacción es: $2 \text{ O}_3 (\text{g}) \rightleftharpoons 3 \text{ O}_2 (\text{g})$

En el equilibrio se encuentran presentes $2,00$ mol de ozono.

- a) Calculen:
- i) la concentración molar de O_2 en el equilibrio;
 - ii) el valor de la constante de equilibrio.
- b) Representen gráficamente la variación de la cantidad de O_2 , expresada en moles, en función del tiempo.
- c) Indiquen si el valor de K_c se modifica o no al agregar, a esa temperatura, una cierta masa de oxígeno gaseoso al sistema en equilibrio. Justifiquen la respuesta.



10. Ácidos y bases



Para comenzar...

Para afianzar los contenidos teóricos correspondientes a equilibrio ácido-base, les proponemos una serie de actividades que es conveniente que realicen antes de resolver los ejercicios.

1. Indiquen a qué se denomina ácido y a qué base según la Teoría de Brönsted y Lowry.
2. Definan los siguientes conceptos y términos: solución ácida, solución básica, solución neutra, ácido fuerte, ácido débil, base fuerte, base débil, pH y pOH.
3. Definan los siguientes conceptos y términos: constante de ionización del agua (K_w), constante de ionización de un ácido (K_a), constante de ionización de una base (K_b), pH y pOH.
4. Escriban la ecuación de ionización o disociación en agua e indiquen, cuando corresponda, la expresión de la constante de ionización de:
 - a) un ácido fuerte
 - b) una base fuerte
 - c) un ácido débil
 - d) una base débil

5. Expliquen: a) qué se entiende por fuerza de un ácido; b) cuál es la relación entre el valor del pK_a y la fuerza de un ácido y c) cuál es la relación entre el valor del pK_b y la fuerza de una base.
6. Indiquen qué es una solución reguladora y cuáles son las condiciones para que sea efectiva.
7. Expliquen en qué consiste la acción reguladora y cómo actúa una solución amortiguadora ante el agregado de pequeñas cantidades: a) de un ácido fuerte y b) de una base fuerte.
8. Indiquen el intervalo de pH en que una solución amortiguadora regula adecuadamente.
9. Expliquen en qué condiciones se logra la máxima capacidad reguladora.
10. Expliquen por qué al diluir moderadamente una solución reguladora, no se modifica el valor de pH.

Importante

En la resolución de los ejercicios correspondientes a este tema, hay que tener en cuenta que:

- *las soluciones son acuosas y se encuentran a una temperatura de 25 °C;*
- *los volúmenes se consideran aditivos, dado que el error que se comete no es significativo para los resultados esperados;*
- *los valores de pH, pOH, pK_a y pK_b se informan con dos decimales. Para las respuestas hay que utilizar el mismo criterio.*

Ejercicios

*A continuación, les presentamos dos bloques de ejercicios que les posibilitarán vincular y aplicar diferentes conceptos. Los ejercicios correspondientes al **bloque 1** proponen un recorrido teórico completo de la presente unidad y serán discutidos en el ámbito de las tutorías y los del **bloque 2**, los proponemos con la intención de que dispongan de una amplia variedad de ejercicios con distinto grado de dificultad para favorecer la comprensión de los temas. Para resolverlos, es importante identificar los contenidos involucrados en cada uno, interpretar el significado de los datos y consignas e integrar los cálculos, las fórmulas químicas, las ecuaciones químicas y matemáticas junto con el lenguaje coloquial.*

Esperamos que no solo lleguen a los resultados, sino que desplieguen y desarrollen sus propias estrategias de aprendizaje.

Bloque 1

1. Indiquen si las siguientes afirmaciones son correctas (C) o incorrectas (I). Justifiquen las respuestas.

- Un ácido fuerte es aquel que en solución acuosa se encuentra parcialmente ionizado.
- En una solución básica, el pOH es menor que el pH.
- Se denomina base a la especie que en solución acuosa capta un ion hidrógeno.
- El pH de una solución ácida es siempre mayor que 7,00.
- En una solución neutra se cumple que: $\text{pH} = \text{pOH} = 7$, a cualquier temperatura.
- El pOH es una medida de la concentración de iones hidróxido.
- Una base fuerte es aquella que en solución acuosa se encuentra totalmente disociada.
- La ionización de un ácido débil es un proceso reversible.
- Volúmenes diferentes de la misma solución presentan distintos valores de pH.

2. a) Completen la siguiente tabla:

Solución acuosa	Ecuación de ionización	Especies presentes en el sistema final
HBr (ácido fuerte)		
HNO ₂ (ácido débil)		
HF (ácido débil)		
HClO ₄ (ácido fuerte)		
NH ₃ (base débil)		
(CH ₃) ₃ N (base débil)		

b) Escriban los pares ácido/base conjugados de los ácidos y de las bases débiles.

3. Se dispone de cinco tubos de ensayo que contienen agua destilada a los que se les agrega, respectivamente, las siguientes sustancias:

- tubo 1: NaOH
- tubo 2: H₂SO₄
- tubo 3: CH₃COOH
- tubo 4: NH₃
- tubo 5: NaCl

Predigan si el valor del pH en cada tubo de ensayo, aumenta, disminuye o no cambia, luego del agregado de cada sustancia.

4. a) Completen el siguiente cuadro según corresponda:

	Solución acuosa	Molaridad de la solución	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH	pOH
A	HClO_4				4,00	
B	HClO_4	$2,54 \cdot 10^{-2} \text{ M}$				
C	NaOH			$1,00 \cdot 10^{-4} \text{ M}$		
D	NaOH		$2,34 \cdot 10^{-12} \text{ M}$			
E	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$1,00 \cdot 10^{-4} \text{ M}$				
F	$\text{Ba}(\text{OH})_2$					3,89

b) Indiquen el orden creciente de acidez de las soluciones que tienen la misma concentración.

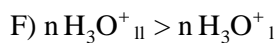
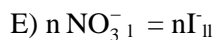
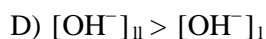
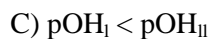
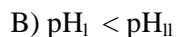
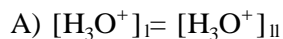
5. En dos matraces aforados se preparan dos soluciones:

Matraz I: 100 mL de HNO_3 0,200M

Matraz II: 200 mL HI 0,100M

a) Escriban la ecuación de ionización de cada ácido.

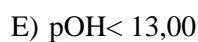
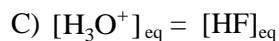
b) Indiquen cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas (C):



6. Un recipiente contiene 800 mL de solución 1,11 % m/V de HClO_4 . Indiquen para la misma:

a) el número de aniones perclorato (ClO_4^-);

- b) las fórmulas de todas las especies presentes;
 - c) el pH;
 - d) la concentración molar;
 - e) si su acidez es mayor, menor o igual a la de una solución de un ácido HX 0,0500 M.
7. Se disuelven 975 mg de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en 1,00 L de agua sin cambio apreciable de volumen.
- a) Calculen el pH de la solución.
 - b) Indiquen si el pH de esta solución es mayor, menor o igual al de una solución de KOH de la misma concentración molar. Justifiquen la respuesta sin realizar cálculos.
 - c) Escriban las fórmulas de las especies iónicas comunes a ambas soluciones.
8. Indiquen si las siguientes afirmaciones son correctas (C) o incorrectas (I). Justifiquen las respuestas.
- a) El pH de una solución de un ácido muy diluido puede ser mayor que 7.
 - b) El pOH de una solución de una base débil siempre es menor que el pOH de una solución de una base fuerte.
 - c) A mayor valor de K_a , mayor es la ionización del ácido.
 - d) El valor de K_b solo se modifica si cambia la temperatura.
 - e) En una solución de una base débil, siempre se cumple que $\text{pOH} < \text{pH}$.
 - f) Cuanto mayor es el valor de $\text{p}K_b$ de una base débil, más débil es su ácido conjugado.
9. Se dispone de una solución 1,00 M de HF (ácido débil).
- a) Escriban:
 - i) la ecuación de ionización del ácido;
 - ii) los pares ácido / base presentes;
 - iii) la expresión de la constante de ionización del ácido (K_a);
 - iv) las fórmulas de las especies presentes en la solución.
 - b) Sin realizar cálculos, indiquen cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas (C); justifiquen las respuestas:
 - A) $[\text{H}_3\text{O}^+] < 1,00\text{M}$
 - B) $\text{pH} = 1,00$



10. Un recipiente contiene una solución $7,46 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ de un ácido débil (HA), cuyo pH es de 3,67.

a) Calculen el valor de:



b) Indiquen cuál de las siguientes perturbaciones disminuye el pH de la solución:

i) se agrega una sal de la base conjugada;

ii) se agrega agua;

iii) se agrega KOH;

iv) se agrega HI.

11. Se dispone de una solución acuosa de hidracina (H_2NNH_2) cuyo pH es de 8,25.

Dato: $K_b(\text{H}_2\text{NNH}_2) = 3,02 \cdot 10^{-6}$.

a) Escriban:

i) la ecuación de ionización de la base;

ii) los pares ácido / base presentes;

iii) la expresión de K_b ;

iv) las fórmulas de las especies presentes en la solución.

b) Calculen la concentración molar en el equilibrio de:



12. Se desea preparar $2,00 \text{ dm}^3$ de solución acuosa de ácido nitroso ($K_a(\text{HNO}_2) = 4,57 \cdot 10^{-4}$) de pH igual a 3,25.

a) Calculen la cantidad de ácido que se necesita para prepararla.

- b) Representen gráficamente la variación de las concentraciones molares del ácido y de su base conjugada en función del tiempo.

13. El pOH de una solución de anilina (C_6H_7N) es de 5,10. Si se preparan 100 mL de la misma, indiquen:

- a) los pares ácido/base presentes;
- b) la masa de anilina disuelta;
- c) cómo varía (aumenta o disminuye) el pOH si, al enfriar la solución, el pK_b disminuye. Justifiquen la respuesta.

Dato: $K_b(C_6H_7N) = 4,27 \cdot 10^{-10}$

14. Se tiene una solución de ácido fórmico (ácido metanoico) 0,015 M. ($K_a(CH_2O_2) = 1,78 \cdot 10^{-4}$).

- a) Escriban la ecuación de ionización del ácido.
- b) Indiquen las fórmulas de las especies presentes en la solución.
- c) Calculen:
 - i) el pOH de la solución;
 - ii) el valor de K_b de la base conjugada del ácido metanoico.

15. Se dispone de dos soluciones acuosas de igual pH, de ácidos débiles,



- a) Indiquen cuál de estas soluciones presenta mayor concentración molar inicial del ácido. Justifiquen la respuesta.
- b) Calculen la concentración molar inicial de HA y de HX, si el pOH es igual a 9,80.
- c) A partir de la respuesta del punto b), verifiquen la respuesta del punto a).

16. Se disuelven 0,0800 mol de metilamina ($K_b(CH_3NH_2) = 4,37 \cdot 10^{-4}$) en agua y se obtienen 500 cm³ de solución.

- a) Escriban:
 - i) la expresión de la constante de ionización de la metilamina;
 - ii) las fórmulas de las especies presentes en el equilibrio.

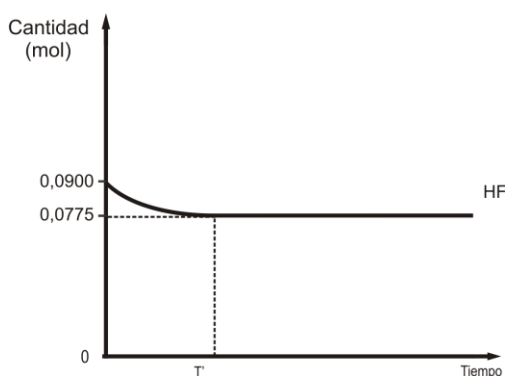
b) Calculen:

- i) el pH de la solución;
- ii) la concentración molar del ácido conjugado presente en la solución.

c) Indiquen cómo varía el pH de la solución al aumentar la temperatura, si el pK_b de la base disminuye.

17. Se preparan $3,00 \text{ dm}^3$ de una solución acuosa que contiene $9,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de HF.

En el siguiente gráfico, se representa la variación de la cantidad de HF en función del tiempo.



a) Calculen:

- i) el valor K_a del ácido fluorhídrico;
- ii) el pH de la solución;
- iii) la cantidad, expresada en moles, de iones oxonio que hay en la solución preparada.

b) Indiquen:

- i) las fórmulas de las especies iónicas presentes en la solución;
- ii) si el pH de la solución es mayor, menor o igual al de una solución de HCl de la misma concentración molar.

18. Una solución acuosa de HNO_3 se diluye 100 veces. La concentración de la solución final es de $1,26 \cdot 10^{-2} \% \text{ m/V}$.

a) Escriban la ecuación de ionización correspondiente.

b) Calculen:

- i) la concentración molar, $[\text{NO}_3^-]$, en la solución final;
- ii) la concentración molar de la solución original;

- iii) el pOH de la solución diluida.
- b) Nombren las especies iónicas presentes en ambas soluciones.
- 19.** Se necesita preparar 0,500 L de una solución acuosa 0,300 % m/V de HNO_3 , a partir de una solución de $\text{pH} = 1,10$.
- a) Calculen:
- i) el volumen necesario de la solución concentrada.
- ii) el pH de la solución diluida.
- b) Indiquen si la concentración molar de la solución diluida será mayor, igual o menor que la de una solución de KOH de $\text{pH} = 12,90$.
- c) El proceso de ionización del ácido es endotérmico. Indiquen si para aumentar la concentración del ácido (sin ionizar), es necesario disminuir o aumentar la temperatura. Justifiquen la respuesta.
- 20.** Se dispone de una solución 0,200M de NH_4NO_3 .
- Dato:** $\text{pK}_b(\text{NH}_3) = 4,75$.
- a) Escriban:
- i) la ecuación de disociación de la sal;
- ii) la ecuación de la reacción ácido /base del ion amonio;
- iii) las fórmulas de las especies presentes en la solución.
- b) Calculen:
- i) el valor de K_a del ion amonio;
- ii) la concentración molar de amoníaco en el equilibrio.

Bloque 2

- 1.** Se dispone de los siguientes valores de la constante de ionización del agua:

$$K_w (25\text{ }^\circ\text{C}) = 10^{-14} \quad \text{y} \quad K_w (50\text{ }^\circ\text{C}) = 5,46 \cdot 10^{-14}$$

Escriban la ecuación que representa la ionización del agua e indiquen si la misma es una reacción endotérmica o exotérmica. Justifiquen la respuesta.

- 2.** Calculen el pH y el pOH de las siguientes soluciones de ácidos y de bases fuertes:

- a) HNO_3 , $4,7 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
- b) KOH , $5,60 \cdot 10^{-2} \text{ M}$
- c) HCl , $0,750 \text{ M}$
- d) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $2,50 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

3. Un recipiente contiene una solución acuosa de KOH de $\text{pH} = 11,70$. Indiquen las opciones correctas.

- a) $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$
- b) $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$
- c) $\text{pOH} > 7,00$
- d) $\text{pH} > 7,00$

4. Calculen: pH , pOH , $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$, según corresponda, para:

- a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,45 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
- b) $[\text{OH}^-] = 3,87 \cdot 10^{-10} \text{ M}$
- c) $\text{pOH} = 5,05$
- d) $\text{pH} = 7,38$

5. Se dispone de las siguientes soluciones:

- a) 1,50 L de solución que contienen 0,400 mol de HBr
- b) 10,0 mL de solución de HCl 2,50 % m/m, ($\rho = 1,025 \text{ g.cm}^{-3}$)
- c) 2,50 L de solución que contienen 21,4 g de $\text{Ba}(\text{OH})_2$

Calculen la concentración de iones oxonio y el pOH para cada una de las soluciones.

6. Sin realizar cálculos, indiquen cuál de las siguientes soluciones de la misma concentración molar presenta mayor acidez:

- a) $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq})$; $K_a = 1,78 \cdot 10^{-5}$
- b) $\text{HCOOH} (\text{aq})$; $K_a = 1,78 \cdot 10^{-4}$
- c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} (\text{aq})$; $K_a = 1,40 \cdot 10^{-5}$
- d) $\text{C}_6\text{H}_4\text{OHCOOH} (\text{aq})$; $K_a = 1,07 \cdot 10^{-3}$
- e) $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} (\text{aq})$; $K_a = 6,50 \cdot 10^{-5}$

7. El pH de una solución acuosa de HF ($K_a = 6,76 \cdot 10^{-4}$) es de 4,25. Calculen la concentración molar de ácido fluorhídrico presente en el equilibrio.
8. El pH de una solución acuosa de CH_3NH_2 ($K_b = 4,37 \cdot 10^{-4}$) es de 9,00. Si se dispone de 350 mL de la misma, calculen:
- $[\text{CH}_3\text{NH}_2]_{\text{eq}}$
 - la cantidad, expresada en moles, de ácido conjugado presente.
9. Se disuelven 0,0500 mol de una base B en agua hasta un volumen final de 200 mL. El pH de la solución es de 12,20.
- Escriban la ecuación de ionización de la base B.
 - Calculen el valor de la constante de basicidad de B.
10. Se disuelve una determinada masa de CH_3COOH ($K_a = 1,78 \cdot 10^{-5}$) en agua y se prepara 1,50 L de solución de pH igual a 3,00. La ionización del ácido acético en agua es una reacción endotérmica.
- Calculen la masa de ácido acético disuelta.
 - Indiquen:
 - si el pH de la solución aumenta, disminuye o no cambia al agregarle acetato de sodio;
 - si el valor de K_a aumenta, disminuye o no cambia al aumentar la temperatura.
11. El pH de una solución acuosa de ácido propanoico es de 2,54.
- Escriban la ecuación de ionización del ácido (utilicen la fórmula semidesarrollada).
 - Calculen qué volumen de solución se puede preparar a partir de 22,2 g de ácido propanoico.
- Datos:** $M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2) = 74 \text{ g/mol}$ $\text{p}K_a(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2) = 4,85$

12. a) Completen la siguiente tabla:

Solución acuosa	Molaridad de la solución	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH	pOH
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ($K_a = 6,50 \cdot 10^{-5}$)	$1,00 \cdot 10^{-3} \text{ M}$				

HCOOH ($K_a = 1,78 \cdot 10^{-4}$)	$1,00 \cdot 10^{-3}$ M				
$(CH_3)_3N$ ($K_b = 7,40 \cdot 10^{-5}$)	$1,00 \cdot 10^{-1}$ M				
$(CH_3)_2NH$ ($K_b = 7,40 \cdot 10^{-4}$)	$1,00 \cdot 10^{-1}$ M				

b) Escriban la fórmula de la base conjugada más fuerte de los ácidos indicados en la tabla. Justifiquen la respuesta.

c) Expliquen por qué:

- i) las soluciones ácidas tienen diferentes valores de pH;
- ii) las soluciones básicas tienen diferentes valores de $[OH^-]$.

13. Calculen el pH de las siguientes soluciones de HClO ($pK_a(HClO) = 7,54$):

- a) 0,275 M
- b) $6,45 \cdot 10^{-4}$ M

14. Calculen el pH de las siguientes soluciones de piridina ($K_b(C_5H_5N) = 1,66 \cdot 10^{-9}$):

- a) 0,500 M
- b) $4,25 \cdot 10^{-5}$ M

15. a) Completen la siguiente tabla:

Solución acuosa	Molaridad de la solución	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH
HNO ₃			$1,00 \cdot 10^{-11}$ M		
CH ₃ COOH ($K_a = 1,78 \cdot 10^{-5}$)				3,90	
KOH		$1,00 \cdot 10^{-13}$ M			
CH ₃ NH ₂ ($K_b = 4,37 \cdot 10^{-4}$)	$1,00 \cdot 10^{-1}$ M				

b) Expliquen por qué:

- a) las soluciones ácidas tienen diferentes valores de pH;
- b) las soluciones básicas tienen diferentes valores de $[OH^-]$.

16. El pH de una solución $5,00 \cdot 10^{-3}$ M de propilamina ($CH_3CH_2CH_2NH_2$) es de 11,08.

a) Calculen:

- i) el valor de K_b de la propilamina;
- ii) el valor del K_a del ácido conjugado;
- iii) la concentración molar de la propilamina en el equilibrio.

b) Indiquen si el pH de la solución aumenta, disminuye o no cambia al agregar una pequeña cantidad de cloruro de propilamonio sólido ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_3\text{Cl}$).

17. Ordenen en forma creciente de molaridad las siguientes soluciones de pH igual a 9,00.

- a) NH_3 ($\text{p}K_b = 4,75$)
- b) CH_3NH_2 ($K_b = 4,37 \cdot 10^{-4}$)
- c) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

18. Ordenen las siguientes bases según su fuerza básica decreciente:

- a) NaOH
- b) CH_3COOH ($\text{p}K_a = 4,75$)
- c) $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ ($K_b = 5,01 \cdot 10^{-4}$)
- d) $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ ($K_b = 1,66 \cdot 10^{-9}$)

19. En un recipiente se preparan 400 mL de solución acuosa que contienen 3,26 g de $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ (trimetilamina). El pH de la solución es de 11,50.

a) Calculen:

- i) el valor del $\text{p}K_b$ de la base;
- ii) el valor de K_a del ácido conjugado;
- iii) la concentración molar de la base en el equilibrio.

b) Indiquen cómo varía el pH del sistema si:

- i) al bajar la temperatura, el $\text{p}K_b$ de la base aumenta; justifiquen la respuesta;
- ii) se agrega una pequeña cantidad de $(\text{CH}_3)_3\text{NHCl}$ (cloruro de trimetilamonio). Justifiquen la respuesta.

20. Se desean preparar 5,00 L de solución de HBr de pOH igual a 12,30. Calculen:

- a) el volumen de solución 1,50 % m/V de HBr necesario;

b) el pH de la solución concentrada.

21. Se diluyen 25,0 mL de una solución de KOH hasta obtener 500 mL de una solución cuyo pH es de 11,70. Calculen:

- a) la masa de KOH disuelta;
- b) el pH de la solución inicial.

22. Calculen el volumen de solución 10,5 % m/m de HCl ($\rho = 1,05 \text{ g/cm}^3$) necesario para preparar 5,00 L de solución de pH = 1,30.

23. Al agregar 450 mL de agua a 150 mL de una solución de HCl, se obtiene una solución $4,20 \cdot 10^{-4} \text{ M}$. Calculen:

- a) la molaridad de la solución inicial;
- b) la variación de pH.

24. Se diluyen 220 mL de una solución acuosa 0,0300 M de NaOH hasta un volumen de 950 mL. Calculen para la solución diluida:

- a) la concentración molar;
- b) la $[\text{OH}^-]$;
- c) el pH.

25. Se preparan 750 mL de una solución acuosa disolviendo 1,26 g de KOH ($M = 56,1 \text{ g/mol}$) en agua.

a) Calculen:

- i) el pOH de la solución;
- ii) el pH de la solución que se obtiene al diluir 100 mL de la solución original hasta un volumen de 300 mL.

b) Indiquen:

- i) las fórmulas de las especies iónicas presentes en la solución final;
- ii) si la basicidad de la solución inicial es mayor, menor o igual a la de una solución 0,0300 M de $\text{Ba}(\text{OH})_2$

26. Se dispone de 50,0 mL de una solución de un ácido fuerte de pH igual a 2,35. Calculen el volumen de agua que es necesario agregar para que el pH de la solución final sea de 3,00.

27. Un recipiente contiene 50,0 mL de solución $1,90 \cdot 10^{-2} \% \text{ m/V}$ de Ca(OH)_2

a) Indiquen:

i) el pH de la solución;

ii) si el valor del pH aumenta, disminuye o no cambia al disponer de un volumen mayor de la misma solución. Justifiquen la respuesta.

b) A la solución del enunciado se le agrega agua hasta un volumen de 500 mL. Calculen para la solución diluida:

i) el pOH

ii) la $[\text{H}_3\text{O}^+]$

28. Se diluyen 25,0 mL de una solución acuosa de ácido HClO_4 0,500 M con agua, y se obtiene una solución de pH = 1,90. Calculen:

a) el volumen de la solución diluida;

b) el pOH de la solución inicial;

c) la $[\text{ClO}_4^-]$ en la solución diluida.

29. Se preparan 1000 mL de solución disolviendo en agua $2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ de un ácido monoprotico. El pH de la solución resultante es de 5,00. Calculen:

a) el valor del pK_a del ácido;

b) el valor de K_b de la base conjugada;

c) el pH de la solución que se obtiene al diluir 100 mL de la misma hasta un volumen de 250 mL.

30. Se dispone de seis soluciones de diferentes solutos:

a) LiBr

b) NH_4I

c) Mg(OH)_2

- d) KF
- e) $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$
- f) NaClO

Indiquen si las mismas tienen carácter ácido, básico o neutro.

31. Un recipiente contiene una solución 0,750 M de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$.

Dato: $K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) = 6,50 \cdot 10^{-5}$

a) Escriban la ecuación de:

- i) disociación de la sal;
- ii) la reacción ácido base del ion benzoato.

b) Calculen:

- i) el valor del $\text{p}K_b$ del ion benzoato;
- ii) el pH de la solución.

b) as soluciones A), C) y D).